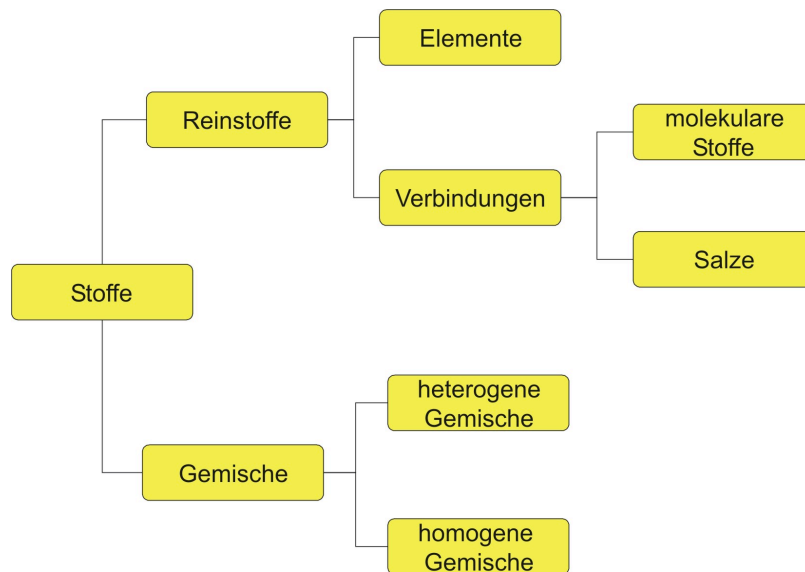


Grundwissen Chemie 9. Klasse

1. Stoffe



1.1. **Reinstoffe**

können durch physikalische Trennverfahren nicht zerlegt werden. Sie sind gekennzeichnet durch charakteristische Kenneigenschaften (Siedepunkt, Schmelzpunkt, Dichte, Härte, elektrische Leitfähigkeit).

1.1.1. **Elemente**

Stoffebene: → sind Reinstoffe, die sich durch eine chemische Reaktion nicht zersetzen lassen. Teilchenebene: → Elemente sind Stoffe, deren Atome die gleiche Protonenzahl besitzen.

1.1.2. **Verbindungen**

Stoffebene: → sind Reinstoffe, die sich durch Analyse in mehrere Stoffe zerlegen lassen, und durch eine Synthese aus den Elementen aufbauen lassen.

Teilchenebene: → sind ein Verband aus Teilchen (Atomen, Ionen) unterschiedlicher Art.

- **Molekulare Stoffe**

Verbindungen zwischen Nichtmetallatomen

- **Salze**

Verbindungen zwischen Metallen und Nichtmetallen (in Form ihrer Ionen)

2. Reaktionen

2.1. **Kennzeichen einer chemischen Reaktion**

Stoffebene: Vorgang, bei dem aus Ausgangsstoffen (Edukten) andere Stoffe (Produkte) mit anderen Stoffeigenschaften entstehen.

Teilchenebene: Umgruppierung der Edukt-Teilchen zu den Produkten

2.2. **Reaktionstypen nach Art der Stoffänderung**

2.2.1. **Analyse**

Ein Edukt wird in mehrere Produkte zerlegt. $A \rightarrow B + (C + D \dots)$

2.2.2. **Synthese**

Mehrere Edukte reagieren zu einem Produkt: $A + B + (C + D \dots) \rightarrow E$

2.2.3. **Umsetzung**

Mehrere Edukte reagieren zu mehreren Produkten: $A + B \rightarrow C + D$

3. Teilchenstruktur der Materie

4.1. Teilchenmodell

Alle Stoffe bestehen aus kleinsten, kugelförmigen Teilchen

3.1.1. Aggregatzustände

Stoffebene: fest, flüssig, gasförmig

Teilchenebene: Beim Übergang von fest über flüssig zu gasförmig: Abnahme von Ordnungszustand und Zusammenhalt der Teilchen, Zunahme von Teilchenabstand und Bewegung

4.2. Atomhypothese

4.2.1. Atome

Atome sind die kleinsten Bausteine der Materie. Sie sind mit chemischen Mitteln nicht zu spalten.

4.2.2. Zusammenhang zwischen Atomen und Elementen

Alle Atome eines Elementes sind in Bezug auf Größe und Masse gleich (→ es gibt genauso viele Atomarten wie chemische Elemente).

4.2.3. Verbindungen sind Atomverbände

Verbindungen bestehen aus einer Kombination von Atomen verschiedener Elemente. Die Massenanteile der verschiedenen Elemente in der Verbindung sind immer konstant.

5. Atombau und Periodensystem

5.1. Atommodell nach Rutherford

Kern-Hülle-Modell: Atome bestehen aus einem positiv geladenen winzigen **Atomkern**, in dem fast die gesamte Atommasse konzentriert ist. Einen größeren Raum nimmt die negativ geladene und nahezu masselose **Atomhülle** ein.

5.2. Elementarteilchen

Elementarteilchen sind die Bausteine der Atome:

Protonen (p^+):
Neutronen (n):
Elektronen (e^-):

} im Atomkern \Rightarrow Nukleonen

in der Atomhülle

5.3. Elektronenverteilung in der Atomhülle

Bohrsches Atommodell: Elektronen kommen in der Atomhülle nur in ganz bestimmten Energiestufen (=Hauptquanten) vor, zwischen denen sie durch Energieaufnahme bzw. -abgabe wechseln können. Je größer die **Hauptquantenzahl n** , desto weiter ist das Elektron vom Kern entfernt und desto energiereicher ist es.

5.4. Elektronenkonfiguration

Elektronenverteilung der Elektronen in den verschiedenen Hauptquanten eines Atoms.

Zu beachten:

- maximale Elektronenanzahl pro Hauptquant: $2n^2$
- **Aufbauregel:** vor Besetzung eines höheren Hauptquants mit Elektronen werden immer erst die energiearmen Niveaus voll besetzt.

5.5. Valenzelektronen

Sind die maximal 8 Elektronen des höchsten mit Elektronen besetzten Hauptquants. Zur Abtrennung von Valenzelektronen benötigt man die **Ionisierungsenergie**.

5.6. Oktettregel

Atome bilden in stabilen Verbindungen vielfach ein Elektronenoktett der Valenzelektronen und damit eine Edelgaskonfiguration.

Wird erreicht durch:

- Aufnahme von Elektronen → negativ geladene Anionen
- Abgabe von Elektronen → positiv geladene Kationen

5.7. Periodensystem der Elemente

Ordnung aller chemischen Elemente nach Kernladungszahl. ⇒

- chemisch ähnliche Elemente sind aufgrund gleicher Elektronenkonfiguration in **Gruppen** angeordnet.
- Perioden: Valenzelektronen besetzen den gleichen Hauptquanten.

6. Salze und Ionenbindung

6.1. Aufbau von Salzen

- Salze sind Verbindungen aus Metallen und Nichtmetallen
- Das Metall wirkt bei der Reaktion zur Salzbildung als **Elektronendonator** und gibt seine Valenzelektronen ab, so dass es die Edelgaskonfiguration erreicht → Bildung eines **Metallkations**
- Das Nichtmetall ist ein **Elektronenakzeptor** und nimmt die vom Metallatom abgegebenen Elektronen auf, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen → Bildung eines **Nichtmetallanions**
- Die **Ionenbindung** entsteht durch **elektrostatische Anziehungskräfte** zwischen den positiv geladenen Metallkationen und den negativ geladenen Nichtmetallanionen.

6.2. Benennung von Salzen

Name Salz = Name Kation + Name Anion + Endung id
--

Bsp: NaCl = Natriumchlorid

Bei Kationen aus den Nebengruppen: Angabe der Ladung des Kations als römische Zahl in Klammern hinter dem Namen des Kations

Bsp.: FeO = Eisen(II)-oxid; Fe₂O₃ = Eisen(III)-oxid

Molekülonen mit besonderen Namen:

Formel	Name
OH ⁻	Hydroxid
NO ₂ ⁻	Nitrit
NO ₃ ⁻	Nitrat
CO ₃ ²⁻	Carbonat
HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat
SO ₃ ²⁻	Sulfit
SO ₄ ²⁻	Sulfat
HSO ₄ ⁻	Hydrosulfat
PO ₄ ³⁻	Phosphat
HPO ₄ ²⁻	Hydrogenphosphat
H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat
NH ₄ ⁺	Ammonium

6.3. Ionengitter

- Die Anziehungskräfte zwischen Metallkationen und Nichtmetallanionen sind in alle Raumrichtungen wirksam → Bildung von **Ionenverbänden**
- Die **Verhältnisformel** von Salzen gibt an, in welchem Zahlenverhältnis die Ionen im Verband vorliegen (z.B. MgCl₂: für jedes Mg²⁺-Ion sind 2 Cl⁻-Ionen im Verband enthalten → elektrische Neutralität)
- Im Feststoff (Salzkristall) sind die Ionen an ihren Plätzen kaum beweglich → Bildung eines **Ionengitters**.
- Koordinationszahl: Anzahl der direkten Nachbarn im Verband

6.4. Eigenschaften von Salzen

- Feststoffe mit hohen Schmelz- und Siedepunkten (hohe Anziehungskräfte zwischen Kationen und Anionen)
- Sprödigkeit (Kationen und Anionen können im Gitter nicht gegeneinander verschoben werden)
- meist gute Löslichkeit in Wasser
- elektrische Leitfähigkeit von Lösungen und Schmelzen (Ionen sind in Lösungen und Schmelzen frei beweglich)

7. Metalle und metallische Bindung

7.1. Aufbau

Metalle sind Kationenbildner oder Elektronendonatoren → durch Abgabe der Valenzelektronen entstehen positiv geladene Atomrümpfe

Aufbau der Metalle nach dem **Elektronengasmodell**:

die positiv geladenen Atomrümpfe sind von frei beweglichem Elektronengas (=abgegebene Valenzelektronen) umgeben; da die Elektronen nicht mehr ihren ursprünglichen Atomen zugeordnet werden können und frei beweglich sind, spricht man von **delokalisierten Elektronen**

7.2. Eigenschaften

lassen sich aus dem Aufbau nach dem Elektronengasmodell ableiten:

- **Verformbarkeit** (Atomrumpfschichten können wegen umgebendem Elektronengas gegeneinander verschoben werden)
- **elektrische Leitfähigkeit** (frei bewegliches Elektronengas)
- **Wärmeleitfähigkeit** (Schwingungen der Atomrümpfe setzen sich im Metallgitter fort)
- **metallischer Glanz** (Lichtreflexion durch delokalisierte Elektronen)

8. Moleküle und Elektronenpaarbindung

8.1. Bildung

Moleküle entstehen bei der Reaktion von Nichtmetallen. Es sind Verbindungen zwischen gleichen (Elementmoleküle) oder verschiedenen Nichtmetallen (Verbindungsmoleküle).

Die Molekülformel beschreibt die exakte Zusammensetzung des Moleküls (↔ Verhältnisformel bei Salzen).

8.2. Elektronenpaarbindung (=Atombindung, kovalente Bindung)

Die Atomhüllen der beteiligten Nichtmetalle überlappen. Die bindenden Valenzelektronen halten sich bevorzugt im Raum zwischen den Atomkernen auf und binden aufgrund ihrer negativen Ladung die positiven Atomrümpfe aneinander.

Im Gegensatz zur Ionenbindung und zur metallischen Bindung ist die Elektronenpaarbindung daher räumlich gerichtet.

8.3. Einfach- und Mehrfachbindungen

- Einfachbindungen entstehen durch die Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares zwischen zwei Nichtmetallatomen
- Doppelbindungen entstehen durch die Ausbildung von zwei gemeinsamen Elektronenpaaren zwischen zwei Nichtmetallatomen
- Dreifachbindungen entstehen durch die Ausbildung von drei gemeinsamen Elektronenpaaren zwischen zwei Nichtmetallatomen
- Die Stärke der Elektronenpaarbindung steigt von der Einfach- zur Dreifachbindung aufgrund der höheren Anziehungskräfte zwischen den negativ geladenen Bindungselektronen und den positiven Atomrümpfen → Bindungslängen werden geringer

8.4. Valenzstrichformeln (=Lewis-Formeln)

Der Aufbau von Molekülen wird mit Hilfe von Valenzstrichformeln veranschaulicht.

Allgemeine Regeln zur Aufstellung von Valenzstrichformeln: • = 1 Valenzelektron
 | = Valenzelektronenpaar

- jedes Atom steuert zu einer Einfachbindung 1 Valenzelektron bei
- die Atome teilen sich das entstandene Elektronenpaar → es entsteht eine gemeinsame Elektronenhülle
- jedes Atom erreicht damit die Edelgaskonfiguration
- auch die nicht bindenden Elektronen werden in der Valenzstrichformel berücksichtigt

Vorgehensweise zur Erstellung korrekter Valenzstrichformeln:

1. Für jedes Atom gilt:
Anzahl der Valenzelektronen = Hauptgruppennummer
2. Durch die Ausbildung von Atombindungen erreichen die Bindungspartner die Edelgaskonfiguration (Oktett, bei Wasserstoff Duplett). Daher gilt:
Anzahl der benötigten Elektronen = Anzahl der bindenden Elektronen
3. **Anzahl Valenzelektronen - Anzahl bindende Elektronen = Anzahl freie Elektronen**

Besonderheit: Ab der dritten Periode kann das Elektronenoktett auch überschritten werden!
(Bsp.: PCl_5 , SF_6)

8.5. Benennung von Molekülen

Entsprechend der Summenformel wird die Anzahl der im Molekül vorkommenden Elemente mit Hilfe griechischer Zahlwörter angegeben. Dabei wird das Zahlwort jeweils vor den Elementnamen gestellt. Die Zahlwörter heißen der Reihe nach: *Mono-, Di-, Tri-, Tetra-, Penta-, Hexa-, Hepta-, Okta-, Nona-, Dek-*

Bsp.: CO_2 : Kohlenstoffdioxid; PCl_5 : Phosphorpentaoxid; N_2O_4 : Distickstofftetroxid